

Calorimetria

Carlos Queiroz



1 Sistema e vizinhança

Seja bem vindo ao material de calorimetria. Aqui aprenderemos a definição mais formal de calor, vizinhança e sistema, e como as transferências de energia funcionam em recipientes e meios em geral.

Vizinhança é definida como a região que rodeia um **sistema**, seja ele qual for. este separa-se de sua vizinhança pela **fronteira**. As trocas de energia ocorrem entre um sistema e sua vizinhança e podem ocorrer por meio de radiação, trabalho, ou calor, que será o nosso foco neste material. Os tipos de sistemas mais importantes para a calorimetria são os que não trocam calor com o ambiente (**sistema fechado ou isolado**) e os que trocam calor com o ambiente (**sistema aberto**). Os tipos de fronteira importantes de conhecer são as fronteiras **adiabáticas** (que não permitem a troca de calor) e as fronteiras **diatérmicas** (que permitem a troca de calor). Tendo em vista as definições de sistema e vizinhança, podemos dizer ainda que o conjunto sistema + vizinhança forma o universo, e sabemos que a energia

no universo é conservada. É com essa ideia que vamos continuar explorando as trocas de calor no decorrer do material.

2 O que é calor?

Definir calor parece bem intuitivo tendo em vista ser algo bem presente no cotidiano. Entretanto, existe uma definição formal de calor, e, a partir dessa, podemos ver alguns equívocos que ocorrem em usos cotidianos. Ao pensar em calor logo pensamos em coisas como sentir a temperatura aumentar ao sentar próximo de uma fogueira, ou sentir a mão esfriando ao colocá-la em uma superfície metálica. As situações citadas são todas exemplos de transferência de energia, e é com isso que associamos diretamente o calor e dizemos então que **calor é energia térmica em trânsito**. Dessa forma, não podemos associar calor a algo estacionário e dizer coisas como "eu estou com calor", pois só faz sentido falar de calor se houver transferência de energia, geralmente da temperatura menor para a maior.

Portanto, como calor representa uma transferência de energia, possui a mesma unidade desta e no Sistema Internacional de Unidades expressamos o calor em joules (J). Porém, uma unidade comumente utilizada é a caloria (cal) e podemos relacioná-la com o joule da seguinte forma: $1cal \approx 4,2J$.

3 Capacidade Térmica

Outro importante conceito para o entendimento da calorimetria é a capacidade térmica. A capacidade térmica é um parâmetro que depende do material e tem a ver com a "resistência" do material a mudar de temperatura com certa quantidade de energia, ou seja, a medida expressa quanto calor é necessário para um material elevar sua temperatura de uma quantidade dT . Desse modo, a capacidade térmica (C) pode ser definida como:

$$C = \frac{dQ}{dT}$$

Logo, como a capacidade térmica é uma unidade conhecida, iremos associar o calor com a diferença de temperatura entre dois corpos da seguinte forma:

$$Q = C\Delta T$$

Além da capacidade térmica há uma unidade mais usada que é o calor específico (c). Este é definido como a capacidade térmica por unidade de massa, de tal forma que o calor é escrito como:

$$Q = mc\Delta T$$

4 Calor Latente

Assim como a capacidade térmica, o calor latente (L) também depende do material, porém, diferente da capacidade térmica, o calor latente não está relacionado com o aumento de temperatura de uma certa quantidade do material, mas com a quantidade de energia que certa massa de determinado material precisa para mudar de estado físico. Dessa forma, um mesmo material apresenta dois módulos de calor latente, um de fusão e outro de ebulição ou vaporização. Os calores de solidificação e condensação possuem o mesmo módulo e sinais opostos aos de fusão e vaporização respectivamente. Logo, podemos dizer que o calor envolvido na mudança de fase de uma massa (m) de material é:

$$Q = mL$$

5 Conservação da Energia

Sabemos que no universo, energia não se cria nem se destrói, ou seja, se em determinado momento um sistema perde energia, é certo que algum outro sistema ganhou a mesma quantidade de energia através de uma transferência, por exemplo, o calor. Assim, podemos dizer que em determinado sistema fechado, que não perde energia para o ambiente, a soma dos calores de todos os corpos será igual a 0, pois só há transferências internas de energia.

6 Exemplos

1. Quanto de energia deve ser dado a um corpo de 300g com calor específico $c = 400J/kg^{\circ}C$ para elevar sua temperatura de $20^{\circ}C$ até $100^{\circ}C$?

A variação de temperatura é $\Delta T = (100 - 20)^{\circ}C = 80^{\circ}C$, logo o calor necessário é:

$$Q = mc\Delta T = 0,3kg \times 400J/kg^{\circ}C \times 80^{\circ}C = 9600J$$

ATENÇÃO PARA AS UNIDADES!!!

2. 500g de água líquida a 30°C é colocado junto a 100g de gelo a -10°C , quais as condições finais do sistema?

$$c_{gua} = 1\text{cal/g}^{\circ}\text{C}; L = 80\text{cal/g}; c_{gelo} = 0,5\text{cal/g}^{\circ}\text{C}$$

Para esse tipo de problema, sempre temos que fazer testes para ver se a água fornece calor o suficiente para o gelo derreter por completo. Logo, primeiro deve-se ver a quantidade de calor necessária para derreter o gelo, porém, para derreter o gelo, primeiro devemos levá-lo a 0°C :

$$Q_{gelo} = mc_{gelo}\Delta T + mL = 100 \times 0,5 \times (0 - (-10)) + 100 \times 80 = 500 + 8500 = 9000\text{cal}$$

Se levarmos a água para 0°C o calor que ela poderá transferir é:

$$Q_{gua} = Mc_{gua}\Delta T = 500 \times 1 \times 30 = 15000\text{cal}$$

Logo, sabemos que a água pode fornecer calor o suficiente para que o gelo vire água, agora vamos calcular a temperatura a água após fornecer as 9000 calorias para o gelo, ou seja, ganhar -9000 calorias:

$$-9000 = Mc_{gua}\Delta T = 500 \times 1 \times (T_1 - 30) \Rightarrow 18 = 30 - T_1 \Rightarrow T_1 = 12^{\circ}\text{C}$$

Agora, temos 100g água líquida em 0°C e 500g em 12°C , podemos dizer então, conforme a seção 4, que a soma dos calores fornecidos é 0 para achar a temperatura de equilíbrio, assim como já fizemos implicitamente no passo anterior, assim:

$$\begin{aligned} Q_{0^{\circ}\text{C}} + Q_{12^{\circ}\text{C}} &= 0 \Rightarrow 100 \times 1 \times (T_{eq} - 0) + 500 \times 1 \times (T_{eq} - 12) = 0 \\ \Rightarrow 100 \times T_{eq} + 500 \times T_{eq} - 6000 &= 0 \Rightarrow 600 \times T_{eq} = 6000 \Rightarrow T_{eq} = 10^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

Logo, no equilíbrio térmico do sistema, todo o gelo vira água e toda a água presente fica líquida na temperatura de 10°C